

профессор Сабылинский А.В.

Лабораторная работа 2 - 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОТНОШЕНИЯ ТЕПЛОЕМОСТЕЙ ВОЗДУХА ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ И ОБЪЁМЕ МЕТОДОМ КЛЕМАНА-ДЕЗОРМА

Студент: _____ группа: _____

Допуск _____ Выполнение _____ Защита _____

Цель работы: определение отношения теплоемкостей $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ методом Клемана-Дезорма.

Приборы и материалы: экспериментальная установка ФПТ1-6

Термодинамика идеального газа

Теплоемкостью тела C называется количество теплоты δQ , которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на один градус, то есть:

$$C = \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \left[\frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right]. \quad (1)$$

Внутреннюю энергию идеального газа можно определить по формуле: $U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} RT = \frac{i}{2} \nu RT$. (2)

Изменение внутренней энергии идеального газа можно определить по формуле: $dU = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R dT = \frac{i}{2} \nu R dT$ (3)

Первое начало термодинамики:

Количество теплоты Q , переданное термодинамической системе, идёт на изменение её внутренней энергии ΔU и на совершение системой работы A над внешними телами, т.е.

$$Q = \Delta U + A \quad (4)$$

где ΔU - изменение внутренней энергии системы, Дж, A - работа системы над внешними телами, Дж.

При изменении объема газа на бесконечно малую величину dV он совершает работу

$$\delta A = p dV \quad (5)$$

Если газ нагревать при постоянном объеме $V = const$, то $\delta A = 0$ и согласно уравнению (4) все полученное газом количество теплоты расходуется только на увеличение его внутренней энергии, то есть $\delta Q_V = dU$ и, учитывая (1) и (3), молярная теплоемкость идеального газа при постоянном объеме определяется соотношением:

$$C_V = \frac{1}{\nu} \frac{dU}{dT} = \frac{i}{2} R \quad (6)$$

Если газ нагревать при постоянном давлении $p = const$, то полученное газом количество теплоты расходуется на увеличение его внутренней энергии dU и совершение газом работы $\delta A = p dV$. В этом случае уравнение (4) будет иметь вид

$$\delta Q_p = dU + p dV.$$

Тогда молярная теплоемкость идеального газа при постоянном давлении

$$C_p = \frac{1}{\nu} \frac{\delta Q}{dT} = \frac{1}{\nu} \left(\frac{dU}{dT} + p \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p \right) = \frac{1}{\nu} \frac{dU}{dT} + \frac{1}{\nu} p \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p. \quad (7)$$

Используя уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона) $pV = \nu RT$

после преобразований получим: $V = \frac{\nu RT}{p}, \Rightarrow, \frac{\partial V}{\partial T} = \frac{\nu R}{p}, \Rightarrow,$

$$p \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = \cancel{p} \frac{\nu R}{\cancel{p}} = R\nu. \quad (8)$$

Подставив (6) и (8) в (7) получим $C_p = \frac{1}{\nu} \frac{dU}{dT} + \frac{1}{\nu} p \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = C_V + \frac{1}{\cancel{\nu}} R\cancel{\nu} = C_V + R$, то есть

$$C_p = C_V + R \quad (9)$$

Равенство (9) называется **уравнением Майера**

После подстановки в уравнение Майера (6) получим: $C_p = \frac{i+2}{2} R$.

Адиабатным называется процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть $\delta Q = 0$.

На практике он может быть осуществлен в системе, окруженной теплоизоляционной оболочкой. Адиабатным можно быть так же быстро протекающий процесс, при котором система не успевает осуществить теплообмен с окружающей средой.

Первый закон термодинамики для адиабатного процесса имеет вид $0 = dU + p \cdot dV$ или с учетом (3) и (6)

$$vC_v dT = -pdV \quad (10)$$

Продифференцировав уравнение Менделеева – Клапейрона: $p dV + Vdp = vRdT$,

находим

$$dT = \frac{pdV + Vdp}{vR}$$

Подставляя dT в формулу (10), получим

$$(C_v + R)pdV + C_v Vdp = 0$$

Учитывая соотношения (9), имеем:

$$C_p pdV + C_v Vdp = 0, \Rightarrow, \frac{C_p}{C_v} pdV + Vdp = 0, \Rightarrow,$$

$$\gamma \frac{dV}{V} + \frac{dp}{p} = 0 \quad (11)$$

$$\text{где } \gamma = \frac{C_p}{C_v} \text{ - показатель адиабаты.} \quad (12)$$

Решение дифференциального уравнения (11) имеет вид:

$$pV^\gamma = const \quad (13)$$

Уравнение (13) называется **уравнением адиабаты** (или **уравнением Пуассона**).

С помощью уравнения Менделеева - Клапейрона можно уравнение Пуассона записать в виде связи между другими параметрами состояния газа в адиабатном процессе:

$$\frac{T^\gamma}{p^{\gamma-1}} = const \quad \text{или} \quad VT^{\frac{1}{\gamma-1}} = const \quad (14)$$

Метод определения показателя адиабаты

Метод определения показателя адиабаты, предложенный Клеманом и Дезормом, основывается на изучении параметров газа, переходящего из одного состояния в другое двумя последовательными процессами - адиабатным и изохорным. Эти процессы на диаграмме $p-V$ (рис.1) изображены кривыми соответственно 1-2 и 2-3. Если в баллон, соединенный с открытым водяным манометром, накачать воздух и подождать до установления теплового равновесия с окружающей средой, то в этом начальном состоянии 1 газ имеет параметры p_1, V_1, T_1 , причем температура газа в баллоне равна температуре окружающей среды $T_1 = T_0$, а давление $p_1 = p_0 + \Delta p_1$ немного больше атмосферного.

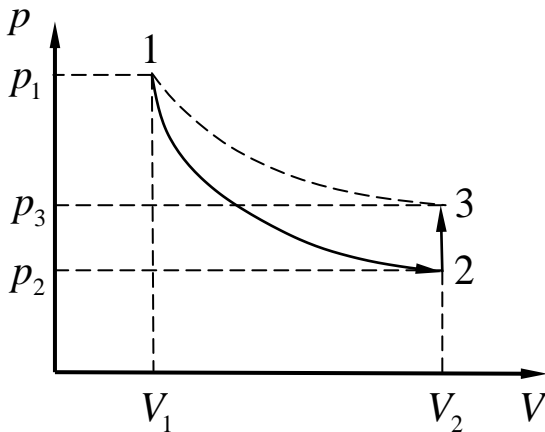


Рис. 1 Процессы изменения состояния газа во время проведения опыта

Если теперь на короткое время соединить баллон с атмосферой, то произойдет адиабатное расширение воздуха. При этом воздух в баллоне перейдет в состояние 2 и его давление понизится до атмосферного $p_2 = p_0$. **Обратите внимание**, что на рис.1 состоянию 1 соответствует только та часть воздуха, которая в состоянии 2 осталась в баллоне, заняв объем V_2 . При этом его температура понизится до T_2 .

Поскольку процесс 1 - 2 - адиабатный, к нему можно применить уравнение Пуассона (14): $\frac{T_1^\gamma}{p_1^{\gamma-1}} = \frac{T_2^\gamma}{p_2^{\gamma-1}}$.

Отсюда

$$\left(\frac{p_0 + \Delta p_1}{p_0} \right)^{\gamma-1} = \left(\frac{T_0}{T_2} \right)^\gamma \quad (16)$$

В дальнейшем охлажденный из-за адиабатного расширения воздух в баллоне будет нагреваться (процесс 2-3) до температуры окружающей среды $T_3 = T_0$ при постоянном объеме $V_3 = V_2$. При этом давление в баллоне возрастает до $p_3 = p_2 + \Delta p_2 = p_0 + \Delta p_2$. Поскольку процесс 2-3 - изохорный, к

нему можно применить закон Шарля:

$$\frac{p_2}{T_2} = \frac{p_3}{T_3}$$

Отсюда

$$\frac{p_0 + \Delta p_2}{p_0} = \frac{T_0}{T_2} \quad (17)$$

Из уравнений (16) и (17) получим:

$$\left(\frac{p_0 + \Delta p_1}{p_0}\right)^{\gamma-1} = \left(\frac{p_0 + \Delta p_2}{p_0}\right)^{\gamma}$$

Прологарифмируем:

$$(\gamma-1)\ln\left(1 + \frac{\Delta p_1}{p_0}\right) = \gamma \ln\left(1 + \frac{\Delta p_2}{p_0}\right)$$

Поскольку избыточные давления Δp_1 и Δp_2 очень малы по сравнению с атмосферным давлением p_0 и учитывая, что при $x \ll 1$ $\ln(1+x) \approx x$, будем иметь:

$$(\gamma-1) \cdot \Delta p_1 = \gamma \cdot \Delta p_2,$$

откуда

$$\gamma = \frac{\Delta p_1}{\Delta p_1 - \Delta p_2} \quad (18)$$

Избыточные давления Δp_1 и Δp_2 измеряют с помощью U-образного манометра по разности уровней жидкости с плотностью ρ :

$$\Delta p_1 = \rho g h_1; \quad \Delta p_2 = \rho g h_2 \quad (19)$$

Из (18) и (19) получим расчетную формулу для определения γ :

$$\gamma = \frac{h_1}{h_1 - h_2} \quad (20)$$

Для определения отношения теплоемкостей воздуха $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ предназначена экспериментальная установка, общий вид которой показан на рис. 2.

Экспериментальная установка

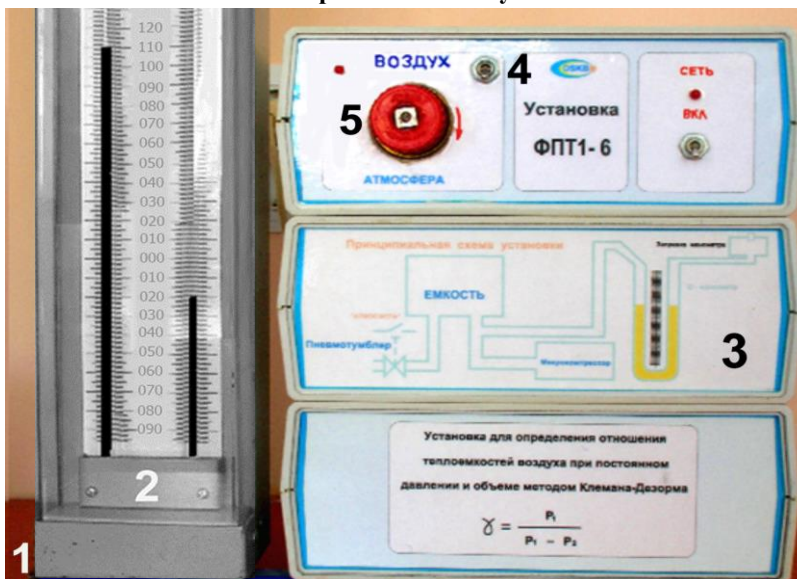


Рис. 2

Установка размещена на стойке 1 и состоит из стеклянной колбы, соединенной с открытым водяным манометром 2. Воздух нагнетается в колбу микрокомпрессором, размещенным в блоке рабочего элемента 3. Микрокомпрессор включается тумблером "Воздух", установленным на передней панели блока приборов 4. Тумблер "Атмосфера" 5, расположенный на панели блока рабочего элемента, в положении "Открыто" позволяет соединять колбу с атмосферой.

Порядок выполнения работы

1. Включите установку тумблером «Сеть». Включите тумблер «ВОЗДУХ» и накачайте в трубку воздух до тех пор, пока разность уровней в столбах водяного манометра достигнет приблизительно 200 - 250 мм и выключите тумблер «ВОЗДУХ». При этом воздух в трубке слегка нагреется (так как процесс происходил адиабатный). За счёт теплообмена с окружающей средой температура воздуха в трубке начнет уменьшаться (при этом разность уровней воды в манометре так же будет уменьшаться). Спустя 2-3 мин температура воздуха в трубке сравняется с комнатной (при этом разность уровней воды в манометре изменяться перестанет и избыточное давление станет равным $P_0 + \rho g h_1$, то есть пропорциональным h_1). Запишите величину h_1 в таблицу 1.

2. Поверните до щелчка по часовой стрелке клапан «АТМОСФЕРА». При этом часть воздуха из трубки выйдет наружу и так как процесс расширения газа будет опять адиабатным, температура воздуха в трубке станет ниже температуры окружающей среды. Через некоторое время температура воздуха в трубке опять станет равной комнатной (при этом разность уровней воды в манометре изменяться перестанет), избыточное давление увеличится и станет равным $P_0 + \rho g h_2$, то есть пропорциональным h_2). Запишите величину h_2 в таблицу 1.

3. Опыт проделайте 5 раз, при этом величину h_1 уменьшайте каждый раз приблизительно на 15 - 20 мм. Полученные результаты h_1 и h_2 занесите в таблицу 1.

Таблица 1

№ пп	h_1 мм.вод.ст.	h_2 мм.вод.ст.	x	y	$x_i \cdot y_i$	x_i^2	A	S_A^2	γ	S_γ^2
1										
2										
3										
4										
5										
Σ										

4. Выключите установку тумблером «СЕТЬ».

Обработка результатов измерения

Показатель адиабаты γ определяется с помощью метода наименьших квадратов.

Из равенства (16) выразим h_2

$$h_2 = h_1 \frac{\gamma - 1}{\gamma}$$

Введём следующие обозначения: $y = h_2$, $x = h_1$, $A = \frac{\gamma - 1}{\gamma}$.

В результате получим линейную зависимость $y = Ax$,

где параметр A определяется из условия минимума остаточной суммы наименьших квадратов (см. лабораторную работу 0-1) и равен

$$A = \frac{\sum x_i y_i}{\sum x_i^2}$$

Дисперсия параметра A вычисляется по формуле:

$$S_A^2 = \frac{1}{n-1} \frac{\sum (y_i - A x_i)^2}{\sum x_i^2}$$

Затем рассчитайте величину среднего значения γ и дисперсию S_γ^2 по формулам:

$$\langle \gamma \rangle = \frac{1}{1-A} \quad \text{и} \quad S_\gamma^2 = \frac{S_A^2}{(1-A)^2}.$$

Найдите среднеквадратичное отклонение по формуле $S_\gamma = \sqrt{S_\gamma^2}$.

Окончательный ответ запишите в виде: $\gamma = \langle \gamma \rangle \pm S_\gamma$.

Сравните полученный результат с теоретическим, который рассчитайте по формуле: $\gamma = \frac{i+2}{i}$,

где i - число степеней свободы для воздуха (воздух состоит в основном из двухатомных газов и для него $\mu = 29 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$) и сделайте соответствующий вывод.

Рассчитайте относительную погрешность измерения по формуле $\varepsilon = \frac{\gamma_{\text{теория}} - \gamma_{\text{практика}}}{\gamma_{\text{теория}}} \cdot 100\%$ и сделайте соответствующий вывод

Контрольные вопросы

1. Основы молекулярно - кинетической теории. Основные уравнения МКТ.
2. Идеальный газ. Изопроцессы и газовые законы для идеального газа. Давление смеси газов (закон Дальтона)
3. Теплоёмкость, виды теплоёмкости (формулы, определения, их размерность и физический смысл).
4. Связь теплоёмкости и внутренней энергии идеального газа с числом степеней свободы молекул.
Чему равна величина i для 1-, 2-, 3- и многоатомного идеальных газов?
5. Первое начало термодинамики и его запись для различных изопроцессов.
6. Реальный газ. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Изотермы реального газа.

ТЕРМОДИНАМИКА

Основы молекулярно - кинетической теории

Молекулярно - кинетической теорией называется учение о строении и свойствах вещества в его различных агрегатных состояниях, основанное на представлении о его молекулярном строении.

Макроскопические тела обладают некоторыми свойствами, которые невозможно объяснить на основе механического движения тела как целого или движения его частей. Эти свойства удаётся объяснить лишь на основе представлений о движении атомов или молекул, из которых состоят тела. Причём характерным свойством этого движения является его **непрерывность** и **беспорядочность**. Такое движение частиц называется **тепловым**. Именно тепловое движение частиц определяет внутреннее строение и свойства тел в различных агрегатных состояниях.

Основные положения молекулярно - кинетической теории (МКТ)

1. Все вещества состоят из атомов, молекул или ионов, которые постоянно находятся в непрерывном хаотическом тепловом движении (доказательством служит, например, Броуновское движение, явление диффузии и др).
2. Между частицами вещества одновременно действуют как силы притяжения, так и силы отталкивания, величина которых зависит от относительных расстояний между частицами вещества (доказательством служит, например, тот факт, что одновременно трудно как растянуть твёрдое тело, так и сжать его).

Идеальный газ

Идеальным газом называется простейшая модель реального газа, в котором силами притяжения между его молекулами пренебрегают.

В этот термин вкладывается следующее содержание. Известно, что между молекулами вещества, находящегося в любом агрегатном состоянии (твёрдом, жидком, газообразном), одновременно действуют как силы отталкивания, так и силы притяжения, которые очень быстро убывают с увеличением расстояния между молекулами. При достаточно больших расстояниях между молекулами (порядка 10 диаметров молекулы) силы притяжения становятся настолько малы, что молекулы большую часть времени при своем движении практически не взаимодействуют друг с другом, и их движение можно рассматривать как свободное от одного удара до другого либо друг с другом, либо о стенку сосуда (если глаз заключен в сосуд). Принимается, что при соударениях между собой и со стенками сосуда молекулы такого газа ведут себя как абсолютно упругие шарики конечных, но весьма малых размеров. Эти соударения происходят по законам, справедливым для абсолютно упругого удара. Такой газ и называют идеальным. Очевидно, что необходимым условием применимости такого рассмотрения для реального газа является его разрежённость. Идеальный газ можно рассматривать как множество материальных точек, которые основную часть времени движения не взаимодействующих между собой. Естественно, такое рассмотрение не является правомерным при уплотнённых состояниях газа.

У разреженного газа расстояние между молекулами во много раз превышает их размеры. В этом случае взаимодействие между молекулами пренебрежимо мало и кинетическая энергия молекул много больше потенциальной энергии их взаимодействия.

В модели идеального газа предполагается:

1. расстояние между молекулами много больше их диаметра (в результате чего собственный объём молекул оказывается пренебрежимо мал по сравнению с объёмом газа, а средняя кинетическая энергия теплового движения молекул намного больше средней потенциальной энергии их взаимодействия $\langle E_k \rangle \gg \langle E_p \rangle$),
2. молекулы ведут себя при столкновениях как абсолютно упругие шарики,
3. между молекулами не действуют силы притяжения (это приводит к тому, что между столкновениями молекулы движутся прямолинейно и равномерно),

Время столкновения молекул в идеальном газе значительно меньше времени их свободного пробега.

Реальные газы при не слишком низких температурах и достаточно малых давлениях ведут себя практически как идеальные.

Основные уравнения молекулярно - кинетической теории (МКТ):

(позволяют определить давление идеального газа)

$$p = \frac{2}{3} n \langle E_k \rangle \quad \text{и} \quad p = nkT,$$

где p - давление идеального газа, Па (Паскаль),

$$\langle E_k \rangle = \frac{3}{2} kT = \frac{m_o \langle v_{кв} \rangle^2}{2} \quad \text{- средняя кинетическая энергия поступательного движения молекул идеального газа, Дж}$$

$$\langle v_{кв} \rangle = \sqrt{\frac{3kT}{m_o}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} \quad \text{- средняя квадратичная скорость теплового движения молекул газа, м/с .}$$

m_o - масса одной молекулы, кг; n - концентрация молекул, $\frac{1}{м^3}$; μ - молярная масса газа, $\frac{кг}{моль}$;

$k = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{Дж}{К}$ - постоянная Больцмана; $R = 8.31 \frac{Дж}{моль \cdot К}$ - универсальная газовая постоянная;

T - абсолютная температура, К (Кельвин), где $T = t^{\circ}C + 273$,

Виды теплоёмкости

Опыт показывает, что разным телам для нагревания их на 1 градус необходимо сообщить разное количество теплоты.

Теплоёмкостью тела C называется количество теплоты, которое необходимо передать телу, чтобы нагреть его на 1 К, то

есть:

$$C = \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C] = \left[\frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right].$$

Удельной теплоёмкостью c называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 кг вещества для изменении

его температуры на 1 К, то есть:

$$c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT}, \quad [c] = \left[\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}} \right].$$

Молярной теплоёмкостью C_v называется количество теплоты, которое необходимо передать 1 моль вещества для

изменении его температуры на 1 К, то есть:

$$C_v = \frac{1}{\nu} \frac{\delta Q}{dT}, \quad [C_v] = \left[\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right].$$

Величина теплоёмкости газов зависит от условий их нагревания, поэтому различают теплоёмкость при постоянном давлении c_p и C_p , а так же при постоянном объёме c_v и C_v .

Удельную теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме можно определить по формуле:

$$c_v = \frac{i}{2} \frac{R}{\mu},$$

а удельную теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении по формуле:

$$c_p = \frac{i+2}{2} \frac{R}{\mu}.$$

где μ - молярная масса газа, R - универсальная газовая постоянная, i - число степеней свободы молекул идеального газа.

Молярную теплоёмкость идеального газа при постоянном объёме можно определить по формуле:

$$C_v = \frac{i}{2} R,$$

а молярная теплоёмкость идеального газа при постоянном давлении по формуле:

$$C_p = \frac{i+2}{2} R,$$

где i - число степеней свободы молекул идеального газа, R - универсальная газовая постоянная.

Числом степеней свободы молекулы i называется наименьшее число независимых координат, определяющих положение молекулы в пространстве.

Оно равно сумме поступательных $i_{\text{пост}}$, вращательных $i_{\text{вращ}}$ и удвоенного числа колебательных $i_{\text{колеб}}$ степеней свободы молекулы

$$i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} + 2i_{\text{колеб}}.$$

Причём

$i = 3$ для одноатомных газов (О, Н, Не и т.д.)

$i = 5$ для двухатомных газов (О₂, Н₂, СО и т.д.)

$i = 6$ для трёх и более атомных газов (СО₂, Н₂О и т.д.)

Независимо от общего числа степеней свободы молекул три степени свободы всегда поступательные. Ни одна из поступательных степеней свободы не имеет преимущества перед другими, поэтому на каждую из них приходится в

среднем одинаковая энергия, равная

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{1}{2} kT.$$

В классической статистической физике выводится **закон Больцмана о равномерном распределении энергии по степеням свободы молекул:**

для системы, находящейся в состоянии термодинамического равновесия, на каждую поступательную и вращательную степени свободы приходится в среднем одинаковая кинетическая энергия равная $\frac{1}{2} kT$, а на каждую колебательную степень свободы — в среднем в два раза большая энергия, равная kT .

Колебательная степень обладает вдвое большей энергией потому, что на нее приходится не только кинетическая энергия (как в случае поступательного и вращательного движений), но и потенциальная энергия, причем средние значения кинетической и потенциальной энергий одинаковы.

Законы идеального газа

Уравнение Менделеева – Клапейрона (основное уравнение состояния идеального газа): $PV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT$,

где V – объём газа, м³; p – давление газа, Па; $R = k \cdot N_A = 8.31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ – универсальная газовая постоянная,

m - масса газа, кг, μ - молярная масса газа, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$, $\nu = \frac{m}{\mu}$ - количество вещества, моль.

Если масса газа не изменяется (т.е. $m = \text{const}$), то справедливо **уравнение Клапейрона:**

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{PV}{T} = \text{const},$$

Из уравнения Клапейрона можно получить законы для различных изопроцессов, полагая один из параметров p , V или T постоянными.

Изопроцессы и газовые законы для них

Изопроцессом называется процесс, при котором один из макроскопических параметров данной массы газа остается постоянным.

Изотермическим процессом называется процесс, протекающий при постоянной температуре, то есть $T = const$.

Изотермой называется график изменения макроскопических параметров газа при изотермическом процессе.

Изотермический процесс описывается **уравнением Бойля – Мариотта**:

если $m = const$ и $T = const$, то $PV = const$.

Изохорическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном объеме, то есть $V = const$.

Изохорой называется график изменения макроскопических параметров газа при изохорическом процессе.

Изохорический процесс описывается **уравнением Шарля**:

если $m = const$ и $V = const$, то $\frac{P}{T} = const$.

Изобарическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном давлении, то есть $p = const$.

Изобарой называется график изменения макроскопических параметров газа при изобарном процессе

Изобарический процесс описывается **уравнением Гей – Люссака**:

если $m = const$ и $p = const$, то $\frac{V}{T} = const$.

Адиабатным процессом называется процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, то есть $\Delta Q = 0$.

Адиабатный процесс описывается **уравнением Пуассона**:

если $\Delta Q = 0$, то $PV^\gamma = const$,

где $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ - показатель Пуассона (или показатель адиабаты).

Политропным процессом называется процесс, протекающий при постоянной теплоемкости газа, то есть $C = const$.

Политропный процесс описывается **уравнением политропы**:

если $C = const$, то $PV^n = const$,

где $n = \frac{C - C_p}{C - C_v}$ - показатель политропы.

Давление смеси газов

Давление смеси газов определяется по **закону Дальтона**:

давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химические реакции, равно сумме парциальных давлений каждого газа смеси, т.е.

$$P_{\text{смеси}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Парциальным называется давление, которое оказывал бы i -ый газ, если бы он один занимал весь объем, предоставленный смеси.

Для каждого i -го газа смеси справедлив закон Менделеева – Клайперона в виде $p_i V_{\text{смеси}} = \nu_i RT_{\text{смеси}} = \frac{m_i}{\mu_i} RT_{\text{смеси}}$,

и для всей смеси справедлив закон Менделеева – Клайперона в виде

$$P_{\text{смеси}} V_{\text{смеси}} = \nu_{\text{смеси}} RT_{\text{смеси}} = \frac{m_{\text{смеси}}}{\mu_{\text{смеси}}} RT_{\text{смеси}}, \text{ где } \nu_{\text{смеси}} = \nu_1 + \nu_2 + \dots + \nu_i$$

Тепловые процессы

Количеством теплоты называют энергию, которую тело отдает или получает в результате теплообмена.

Теплообменом (или **теплопередачей**) называется процесс передачи энергии от одного тела к другому без совершения над телом работы.

Существует три вида теплопередачи: теплопроводность, конвекция и тепловое излучение.

Внутренней энергией термодинамической системы называется сумма кинетических энергий хаотического теплового движения всех частиц (атомов, молекул) системы и потенциальных энергий их взаимодействия.

Особенность внутренней энергии системы:

1. она является **функцией состояния**, то есть её величина не зависит от того, каким способом термодинамическая система оказалась в данном состоянии.
2. если термодинамическая система оказывается изолированной от других тел, то внутренняя энергия такой системы не изменяется при любых процессах, происходящих в этой системе (то есть выполняется **закон сохранения внутренней энергии изолированной системы**).

Внутреннюю энергию идеального газа можно определить по формуле: $U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} RT$, [Дж]

Первое начало термодинамики:

Количество теплоты Q , переданное термодинамической системе, идёт на изменение её внутренней энергии ΔU и на совершение системой работы A над внешними телами, т.е.

$$Q = \Delta U + A$$

где $\Delta U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} R \Delta T$ - изменение внутренней энергии, [Дж]

Работа идеального газа при различных изопроцессах

если $V = const$, то $A = 0$,

если $p = const$, то $\begin{cases} A = p \Delta V \\ A = \frac{m}{\mu} R \Delta T \end{cases}$,

если $T = const$, то $\begin{cases} A = \frac{m}{\mu} RT \cdot \ln \frac{V_2}{V_1} \\ A = \frac{m}{\mu} RT \cdot \ln \frac{p_1}{p_2} \end{cases}$,

если $\Delta Q = 0$, то $A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - \gamma}$, если $C = const$, то $A = \frac{\nu R \Delta T}{1 - n}$.

где $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ - показатель Пуассона (или показатель адиабаты), $n = \frac{C - C_p}{C - C_v}$ - показатель политропы.

Термодинамика различных изопроцессов

Изохорный процесс. При изохорном процессе объем газа не меняется ($V = const$) и поэтому работа газа равна нулю. Изменение внутренней энергии, согласно первому началу термодинамики, равно количеству переданной теплоты:

$$Q = \Delta U.$$

То есть, вся теплота, подведённая к системе, идёт на увеличение её внутренней энергии.

Если газ нагревается, то $Q > 0$ и $\Delta U > 0$, следовательно, его внутренняя энергия увеличивается.

При охлаждении газа $Q < 0$ и $\Delta U < 0$, изменение внутренней энергии отрицательно и внутренняя энергия газа уменьшается.

Изотермический процесс. При изотермическом процессе ($T = const$) внутренняя энергия идеального газа не меняется. Тогда, согласно первому началу термодинамики:

$$Q = A.$$

То есть, всё переданное газу количество теплоты идет на совершение газом работы.

Если газ получает теплоту $Q > 0$, то он совершает положительную работу ($A > 0$). Если напротив газ отдает теплоту окружающей среде, то $Q < 0$ и $A < 0$. Работа же внешних сил над газом в последнем случае положительна.

Изобарный процесс. При изобарном процессе ($p = const$), согласно первому началу термодинамики:

$$Q = \Delta U + A.$$

То есть, передаваемое газу количество теплоты идет на изменение его внутренней энергии и на совершение им работы при постоянном давлении.

Адиабатный процесс. При адиабатном процессе $\Delta Q = 0$ и согласно первому началу термодинамики:

$$0 = \Delta U + A, \text{ следовательно, } A = -\Delta U,$$

То есть, газ совершает работу только за счёт изменения своей внутренней энергии.

Согласно этому уравнению при совершении над системой положительной работы, например при сжатии газа, внутренняя энергия его увеличивается $\Delta U > 0$, что означает повышение температуры газа. И, наоборот, при расширении газа сам газ совершает положительную работу ($A > 0$) и внутренняя энергия его уменьшается $\Delta U < 0$, следовательно, газ охлаждается.

Реальный газ

Реальным газом называется газ, между молекулами которого действуют силы межмолекулярного взаимодействия (то есть одновременно и силы притяжения, и силы отталкивания).

Газом Ван-дер-Ваальса называется такая модель реального газа, в котором молекулы рассматриваются как абсолютно упругие шарики, движущиеся хаотически, между которыми действуют силы межмолекулярного взаимодействия.

Паром называется такое состояние реального газа, при котором его можно перевести в жидкое состояние простым сжатием без изменения температуры (реальный газ является паром, если его температура меньше критической $T_{кр}$).

Основное отличие реального газа от идеального состоит в том, что реальный газ при определённых условиях можно перевести в жидкость (так как действуют силы притяжения между молекулами), а идеальный газ не при каких условиях в жидкость превратить нельзя (так как силы притяжения между молекулами идеального газа отсутствуют).

Всего имеется более 200 уравнений состояния реального газа. Исторически первым и наиболее простым уравнением, которое описывает поведение реального газа, является **уравнение Ван-дер-Ваальса**:

$$\left(p + a \frac{v^2}{V^2}\right)(V - bv) = \nu RT,$$

где a и b - постоянные Ван-дер-Ваальса (табличные величины, для каждого газа свои). $[a] = \frac{H \cdot M^4}{\text{моль}^2}$, $[b] = \frac{M^3}{\text{моль}}$.

Коэффициент a в уравнении Ван-дер-Ваальса учитывает силы межмолекулярного притяжения, а коэффициент b - собственный объём молекулы газа (то есть силы отталкивания).

Изотермы реальных газов

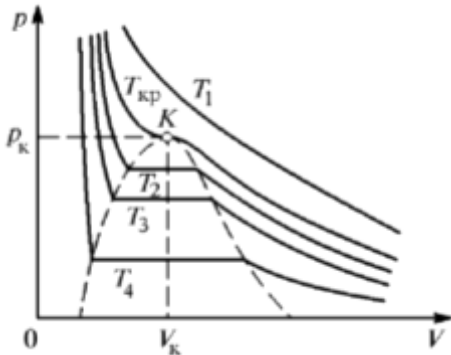


Рис. 1

На рис. 1 и 2 представлены изотермы реального газа. Из анализа этих графиков следует, что:

1. При $T < T_{кр}$ (так называемой, **критической температуре $T_{кр}$**) на каждой изотерме имеется горизонтальный участок 3 - 5, вдоль которого давление p и температура T пара постоянны, хотя объём изменяется.
2. На изотерме $T = T_{кр}$ (её называют **критической изотермой**) точки 3 и 5 сливаются в одну точку K (её называют **критической точкой**, а соответствующие ей значения $T_{кр}$, $p_{кр}$ и $V_{кр}$ называют критическими). В критической точке K исчезает различие между жидкостью и паром.
3. Любую изотерму при $T < T_{кр}$ можно разбить на три участка : 1 - 3, 3 - 5 и 5 - 6.

- на участке 1 - 3 давление монотонно возрастает с уменьшением объёма (на этом участке наблюдается газообразное состояние вещества, которое называется **сухим паром**),

- на участке 3 - 5 давление не изменяется, хотя объём уменьшается (на этом участке происходит конденсация пара, то есть одновременно наблюдается и газообразное и жидкое состояние вещества, причём объём жидкости по мере приближения к точке 5 увеличивается). Точка 3 соответствует началу конденсации пара, а точка 5 - концу конденсации пара. Такую смесь называют **влажным паром**.

- на участке 5 - 6 с уменьшением объёма давление резко возрастает (на этом участке вещество находится полностью в жидком состоянии. Малая сжимаемость жидкости объясняет почти вертикальный характер кривой 5 - 6)

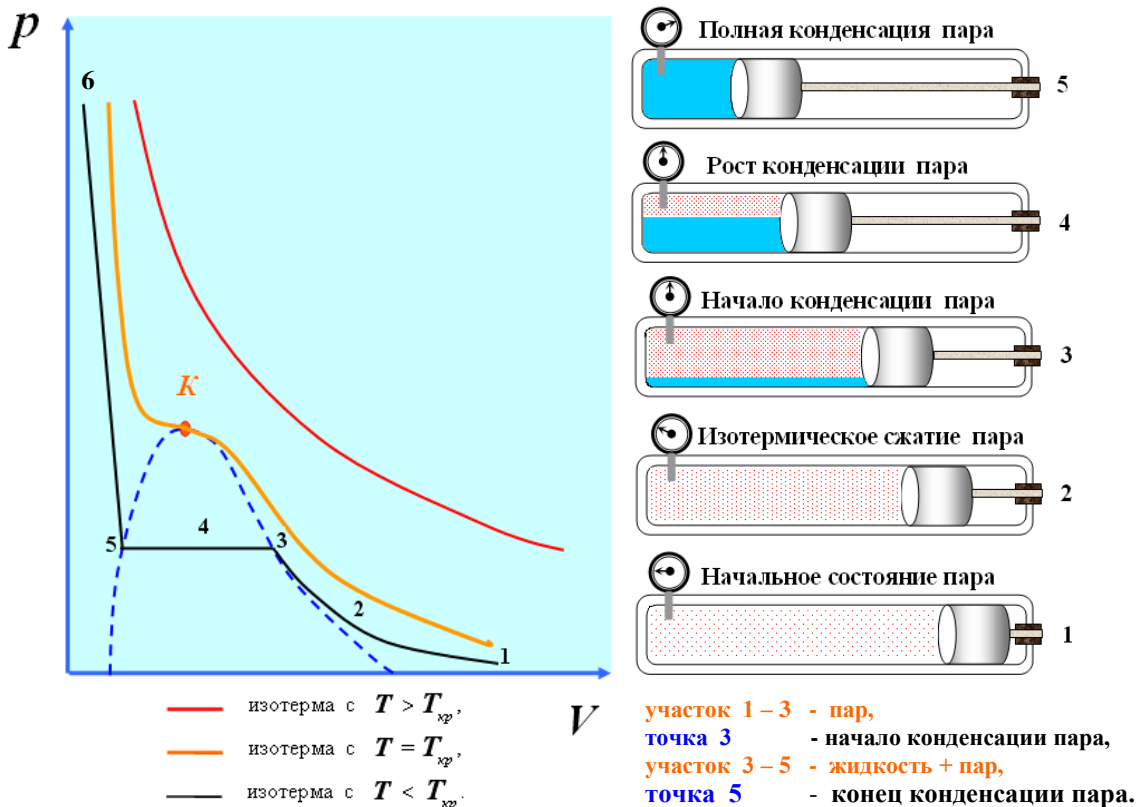


Рис. 2 Изотермы реального газа

Основные свойства критической точки

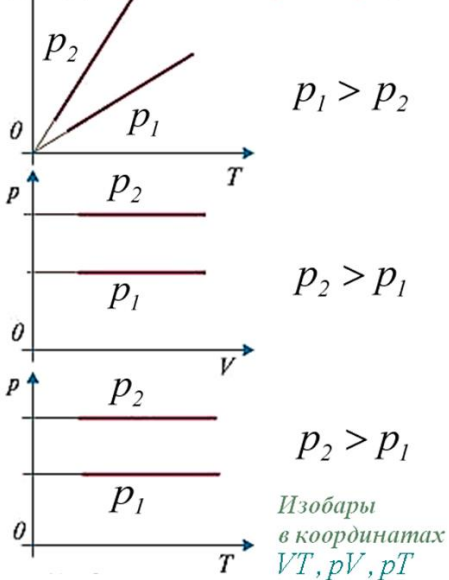
- Газ, температура которого выше критической точки нельзя перевести в жидкое состояние путём изотермического сжатия (причина в том, что интенсивность теплового движения молекул такова, что молекулярные силы притяжения не могут удержать молекулы возле друг друга).
- при критической температуре исчезает различие между жидкостью и влажным паром (то есть их плотности выравниваются, а граница раздела между жидкостью и паром исчезает)



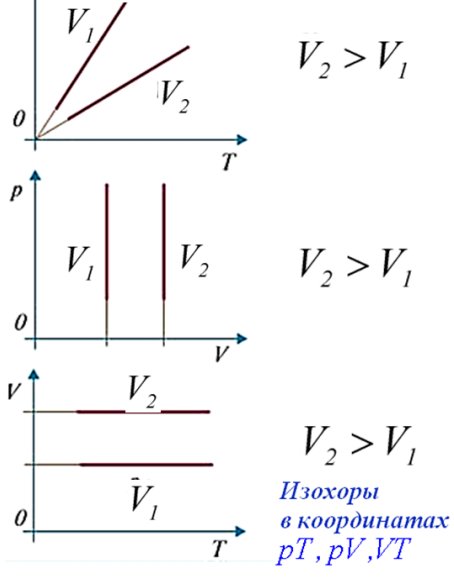
Диаграммы (графики) различных изопроцессов



Диаграммы изобарного процесса



Диаграммы изохорного процесса



Диаграммы изотермического процесса

